UFR Sciences et Technologies Avancées

Chapitre II :

Complexes de coordination

Chimie Inorganique ; L2 Sciences de la Mer et du Littoral

Dr. Nango GAYE

nango.gaye@ucad.edu.sn

Objectifs pédagogiques spécifiques

- Savoir définir un complexe de coordination et identifier ses constituants ;
- Savoir définir un acide de Lewis, une base de Lewis, un ligand et un complexant ;
- Déterminer la structure de Lewis, l'hybridation d'un métal central et la géométrique d'un complexe ;
- Pouvoir nommer un complexe de coordination et comprendre la stéréo-isomérie ;
- Pouvoir interpréter les propriétés et caractériser la stabilité d'un complexe coordination ;

I. Définitions

Chimie de coordination : science qui étudie la composition et les propriétés des complexes de coordination

I.1. Complexe de coordination

C'est un composé chimique constitué essentiellement d'un élément central et des ligands (complexants), qui sont associés par des liaisons de coordination ;

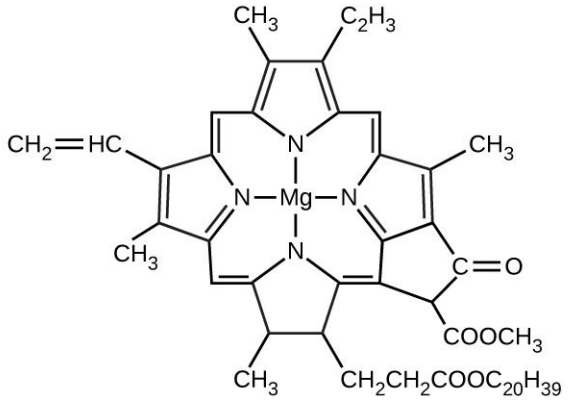
Un complexe de coordination dérive, en général d'une réaction d'un sel métallique et d'un complexant

Dans la recherche scientifique, les complexes sont obtenus par synthèse à travers des réactions très simples, purifiés par cristallisation et leur structure sont caractérisées par la diffraction aux rayons X ;

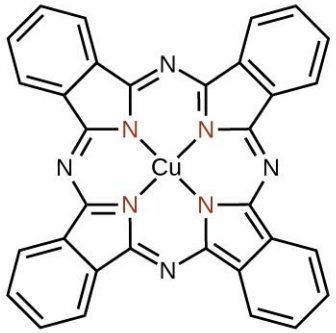
Les complexes possèdent de nombreuses propriétés notamment optiques, magnétiques, biologiques, réactivités chimiques, etc., dépendant généralement du métal central et des ligands.

Ces propriétés intéressantes sont en grande parties expliquées par la théorie du champ cristallin

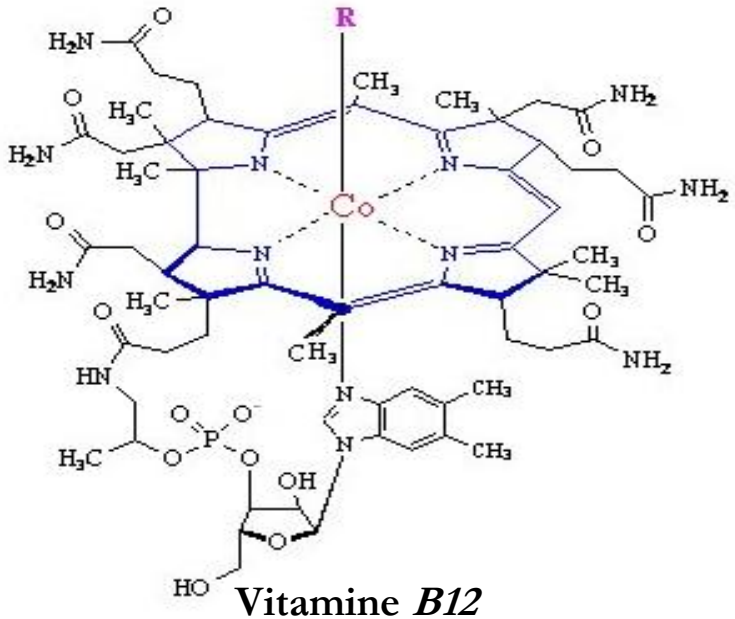
Exemple de quelques complexes de coordination particuliers :



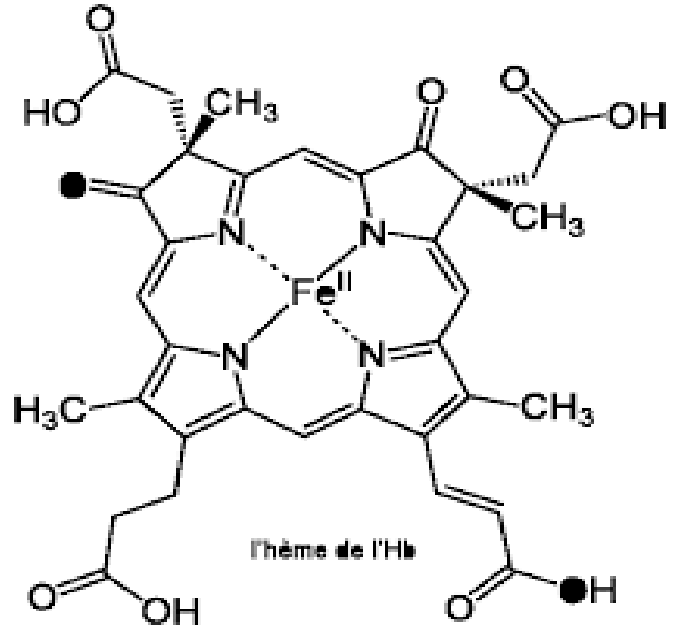
(a)



(b)



Vitamine *B12*



Hémoglobine

Le nombre de liaisons de coordination formées par un métal dans un complexe correspond à la **Coordinance** du métal

I.2. Acide de Lewis

Espèce chimique porteuse de lacune(s) électronique(s), susceptible d'accepter des paires d'électron à travers des liaisons de coordination

En général, est un métal de transition (bloc ***d***) ou métal pauvre (blocs ***s*** ou ***p***) disposant des orbitales de valence vides (lacunes électroniques) susceptibles d'accueillir des liaisons de coordination ;

Comment reconnaitre un élément métallique ?

Règle de Sanderson :

« un élément est dit métal si son nombre d'électron externe est inférieur ou égal au rang de sa période »

Exemple :

Soient les structures électroniques des éléments A et B ci-dessous :

A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7\ 4s^2$ Couche externe de rang n = 4 avec 2 électrons : A est un métal

B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$ Couche externe de rang n = 4 avec 5 électrons : B n'est pas un métal

I.3. Base de Lewis

Espèce chimique comportant un ou des doublets libres disponibles pour de nouvelles liaisons ;

atomique (Cl, O, H,…), radicalaire (NO, NO_2, CR_3, NR_2,…) ou moléculaire (H_2O, NH_3, PR_3,…)

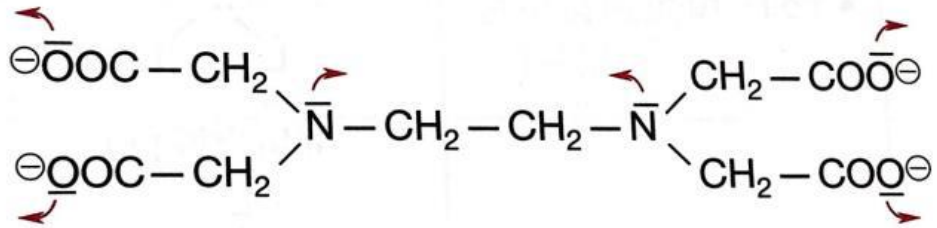
aussi appelé ligand ou complexant du fait de leurs paires électroniques qu'il partage avec l'élément central

Ils sont classés selon la charge (anion ou neutre), le type d'électron partagé (impair ou pair), la coordinance

Ligands anioniques : X^- (X halogène), O^{2-}, HO^-, NO_3^-, SO_4^{2-}, etc. **Ligands neutres** : H_2O, NH_3, SO_2, CO, etc.

Ligands radicalaires : NH_2, NO, PR_2, NO_2, CR_3, etc. **Ligands non radicalaires** : H_2O, NH_3, SO_2, CO, etc.

Ligand polydenté :



Les ligands sont repartis en deux grandes classes : **ligands à champ fort** et **ligands à champ faible**

❖ **Ligand à champ fort**

Ces ligands ont la capacité d'apparier les électrons impairs de la sous couche ***d*** du métal de transition lors de la formation d'un complexe ;

Exemple : CN^- ; CO ; NO_2^-

❖ **Ligand à champ faible**

Ces ligands se lient au métal de transition dans un complexe sans apparier les électrons impairs de sa sous couche ***d***

Exemple : AsH_3 ; PH_3 ; NH_3 ; OH^- ; X^- (F, Cl, Br, I)

R.m.q :

Un ligand qui a la capacité de se lier deux fois ou plus au même métal d'un complexe est dit **chélatant** ;

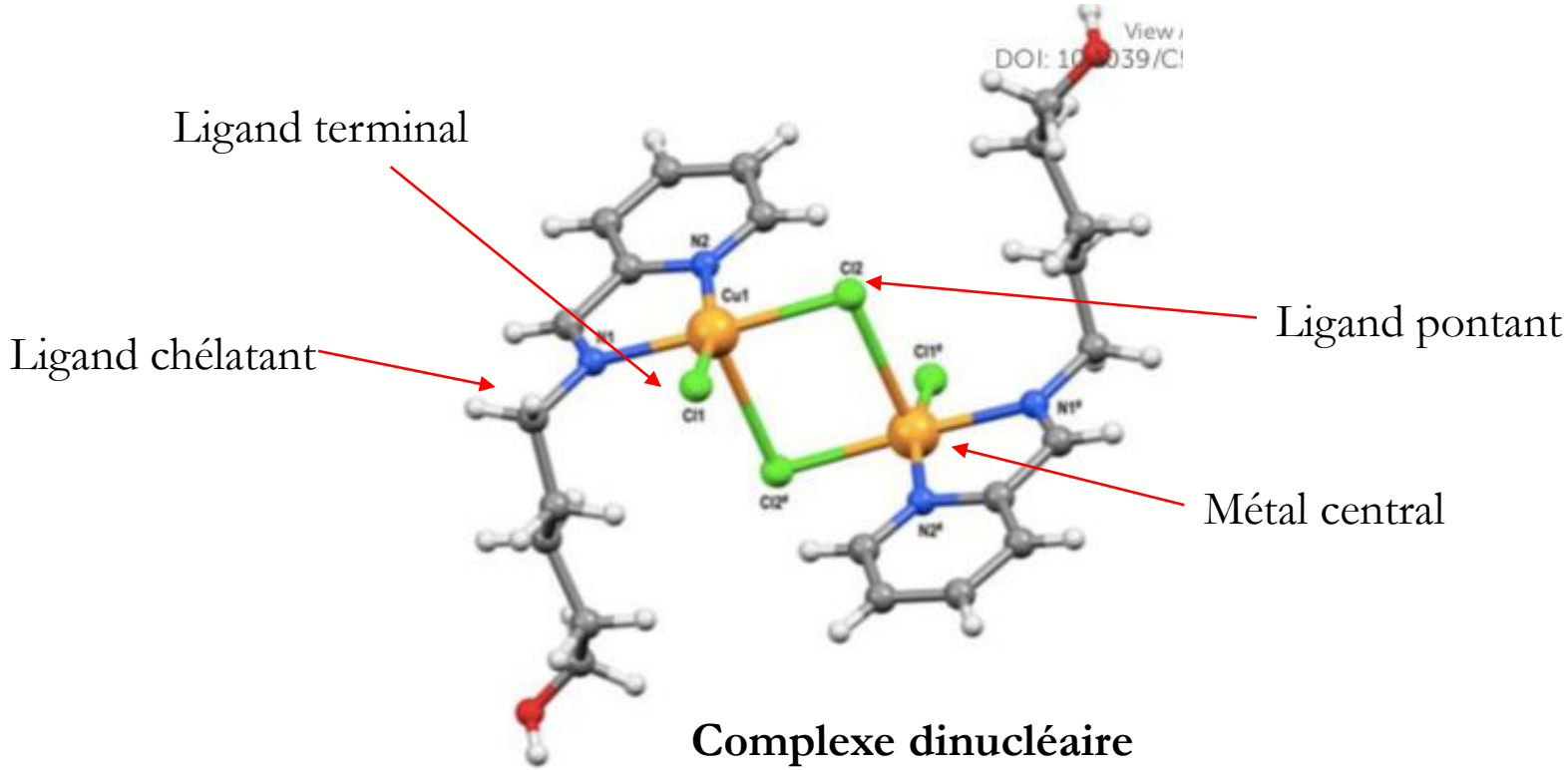
Ces types de ligands sont à champ fort et forment des complexes à champ fort appelés **chélates** ;

Dans un complexe, un ligand peut se coordinner au centre métallique de différentes manières :

Ligand terminal se coordinne une seule fois avec un seul métal dans un complexe

Ligand pontant est ligand polydenté qui se lie au moins avec deux métaux distincts dans un complexe

Ligand chélatant coordinne deux ou plusieurs fois le même métal dans un complexe



Complexe dinucléaire

II. Formule des complexes de coordination

Pour écrire la formule chimique d'un complexe, on met d'abord l'élément central puis les ligands le tout entre crochets : [**MLn**]) ;

La charge globale d'un complexe est placée en exposant en dehors des crochets ; $[AlH_4]^-$; $[CoCl_4]^{2-}$

En chimie de coordination, on appelle première sphère de coordination la zone délimitée par les crochets ;

- Les ligands sous forme de groupe d'atomes doivent être écrits dans une parenthèse ;

  $[Fe(H_2O)_3(CN)_2Cl]$; $[Mo(NH_3)_2(CO_3)_2(BrO)_2]^{3-}$; $[Os(NH_3)_4]^{3+}$

- Si un complexe est composé de ligands distincts, on les mettra dans l'ordre Anion-neutre-cation.

  $[WCl_3(H_2O)_2]$; $[Mn(CO_3)_2(PH_3)_3]$

- Si les ligands sont de même nature (anion ou neutre) ; ils devront être cités par ordre alphabétique ;

  $[Pb(NH_3)_2(H_2O)_2(PH_3)]^{2+}$; $[Ni(CO_3)(NO_3)_2(SO_4)]^{4-}$

- Si le complexe est un anion alors son cation stabilisateur sera écrit avant la formule du complexe ;

  $K_2[Mo(CO_3)Cl_2NO_3]$; $(NMe_4)_4[Ni(CO_3)(NO_3)_2(SO_4)]$

- Si le complexe est un cation alors son anion stabilisateur sera placé après la formule du complexe ;

  $[OsCl_2(H_2O)_2]BrO$; $[Pb(NH_3)_2(H_2O)_2(PH_3)](S_2O_4)$

Remarque :

La charge globale d'un complexe est égale à la somme des nombres d'oxydation de ses constituants ;

Le nombre d'oxydation du métal central est en grande partie lié aux propriétés physiques et chimiques du complexe ;

III. Nomenclature des complexes

La nomenclature des complexes de coordination est régie par les recommandations de l'UIPAC ;

Très important en chimie ; elle permet d'universaliser les noms, faciliter l'avancement de la recherche et l'application de complexe (selon les propriétés biologiques, magnétiques, optiques, etc.)

Règle de nomenclature des complexes

- Nommer d'abord les ligands par ordre alphabétique puis le(les) métal(aux) ;
- Ajouter le suffixe « O » au radical du nom des ligands anioniques ;
- Conserver le nom des ligands neutres à l'exception de :

H_2O : aqua ; **NH_3** : ammine ; **NO** : nitrosyle ; **NS** : thionitrosyle ; **CO** : carbonyle ; **PH_3** : phosphine

- Préciser le degré d'oxydation du métal en chiffre romain dans une parenthèse ;

- Préciser le nombre de fois qu'un ligand est utilisé à l'aide de préfixes multiplicateurs tel que :

di, tri, tétra, penta, hexa, hepta, octa, nona, déca, …

Lorsqu'un ligand sert de pont entre deux métaux dans un complexe, on ajoute le suffixe **μ-** à son nom ;

Pour un complexe cationique, on cite d'abord l'anion stabilisateur avec un suffixe **ure de** puis le complexe ;

Radical du nom de l'anion + **ure de** + nom du complexe (**attention aux anions dérivés d'es oxacides**)

$[OsCl_2(H_2O)_2]Br$

x = n.o(Os) ; x + 2(-1) + 2(0) + (-1) = 0 ; x – 3 = 0 ; x = +3

Bromure de diaquadichloroosminium (III)

Applications : Nommer les complexes suivants :

$[OsCl_2(H_2O)_2]BrO$; $[Pb(NH_3)_2(H_2O)_2(PH_3)](S_2O_4)$; $K_2[Mo(CO_3)Cl_2NO_3]$; $(NMe_4)_4[Ni(CO_3)(NO_3)_2(SO_4)]$;

$[Pb(NH_3)_2(H_2O)_2(PH_3)]^{2+}$; $[Ni(CO_3)(NO_3)_2(SO_4)]^{4-}$

Pour un complexe anionique, on nomme le complexe avec un suffixe **ate de** (sur le nom du métal central) puis le cation stabilisateur ;

Nom du complexe + **ate de** + nom du cation stabilisateur

$K_2[Mo(CO_3)Cl_2NO_3]$

x = n.o(Mo) ; x + -2 + 2(-1) + (-1) + 2(+1) = 0 ; x – 5 + 2 = 0 ; x = +3

Carbonatodichloronitratomolybdate (III) de potassium

Remarque :

Pour un complexe neutre, on cite le nom du complexe sans ajouter de suffixe **ate de** sur le métal central ;

Un ligand comportant des préfixes multiplicateurs est cité avec des préfixes bis, tris, tétrakis, pentakis, …

$[Pb(NH_3)Cl_2NO_3]$ x = n.o(Mo) ; x + 0 + 2(-1) + (-1) = 0 ; x – 3 + 0 = 0 ; x = +3

amminedichloronitratoplomb (III)

Nom de quelques ligands

Br^-	Bromo	BrO^-	hypobromito	F^-	Fluoro	BrO_3^-	Bromato
Cl^-	Chloro	N_3^-	Azido	$C_2O_4^{2-}$	Oxalato	NC_5H_5	Pyridine
I^-	Iodo	SO_4^{2-}	Sulfato	ClO^-	hypoclorito	BrO_2^-	Bromito
NO_3^-	Nitrato	$S_2O_3^{2-}$	Thiosulfato	NH^{2-}	Imido	BrO_4^-	Perbromato
NO_2^-	Nitro	SO_3^{2-}	Sulfito	NH_2^-	Amido	SO_2^{2-}	Hyposulfito
CO_3^{2-}	Carbonato	CN^-	Cyano	H^-	Hydruro	OCN^-	Cyanato
O^{2-}	Oxo	SCN^-	Thiocyanato	O_2^{2-}	Peroxo	ONO	Nitrito
HO^-	Hydroxo	PO_4^{3-}	Phosphato	ClO_3^-	Chlorato	HSO_4^-	hydrogénosulfato
S^{2-}	Thio	HS^-	Thiolo	CH_3O^-	Methoxo	$H_2PO_4^-$	dihydrogénophophato

Exercice d'application : Nommer les complexes suivants :

$[CoCl_2(NH_3)_4]$; $[Ni(PPh_3)_2Cl_2]$; $[Mn(CN)_4(H_2O)_2]$; $[Co(H_2O)_4](SO_4)$; $[Ni(CN)_4]Na_2$; $[Fe(CN)_6](NH_4)_3$

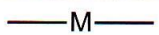
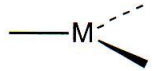
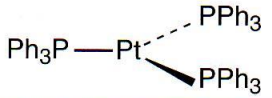
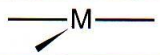
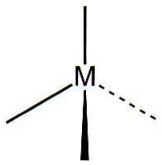
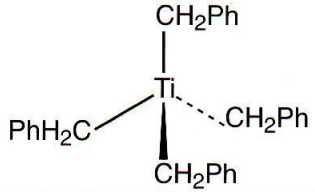
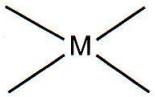
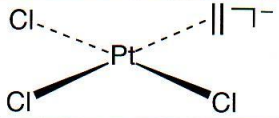
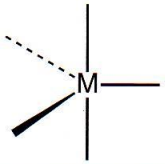
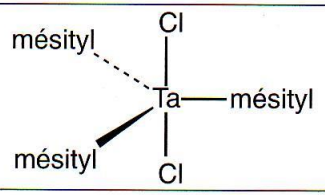
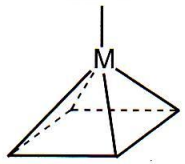
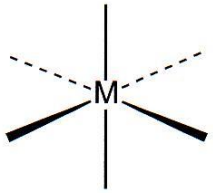
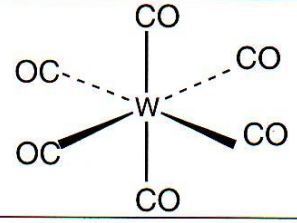
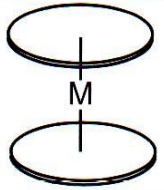
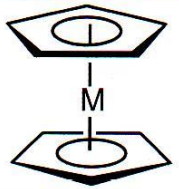
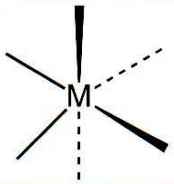
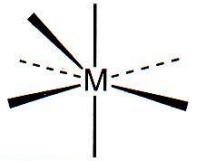
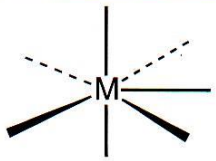
IV. Géométrie des complexes

Dans un complexe, les liaisons s'organisent autour de l'élément central pour former une structure stable.

La disposition des liaisons autour de l'élément central définit **géométrie du complexe** ;

Elle se détermine à partir de la théorie de Pauling intitulée **théorie de l'hybridation**.

Complexe	Coordinance	Hybridation	Géométrie
AX_2	2	sp	Linéaire
AX_3	3	sp^2	Trigonale
AX_4	4	sp^3	Tétraèdre
		dsp^2	Plan carré
AX_5	5	sp^3d ou dsp^3 ou d^3sp	Bipyramide trigonale
		d^4s ou d^2sp^2	Pyramide à base carré
AX_6	6	Sp^3d^2 ou d^2sp^3	Octaèdre

C	Géométrie	Représentation	exemple
2	linéaire		$[NC–Ag–CN]^-$
3	trigonale		
	forme de T		$[Rh(PPh_3)_3]^+$
4	tétraèdre		
	plan carré		
5	bipyramide trigonale		
	pyramide à base carrée		$[Co(CNPh)_5]^{2+}$
6	octaédrique		
	pseudo-octaédrique		
	antiprisme		$[WMe_6]$
7	octaèdre cappé		$[ReH(PR_3)_3(MeCN)_3]^+$
	biprisme pentagonal		$[IrH_5(PPh_3)_2]$

IV.1. Cas des complexes mononucléaires

Soient les formules de complexes chimiques suivantes : $Ca[NiBr_4]$; $(NH_4)_2[Fe(CN)_5]$; $[Cr(CO_3)_2CN]^{2-}$

1. Donner le nom systématique de chaque composé
2. Déterminer l'état d'hybridation du métal central puis définir la géométrie correspondante ;
3. Déterminer la représentation de la structure de chaque complexe ;

Calculons d'abord le nombre d'oxydation du métal

Soit x le nombre d'oxydation de Ni, -1 pour Br et +2 pour Ca

On a $x + 4(-1) + 2 = 0$; $x - 4 + 2 = 0$; $x - 2 = 0$ alors **$x = +2$**

Il s'agit du tétrabromonikelate (II) de calcium

Structure électronique de $_{28}Ni^{2+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^8\ 4s^0$

Quel est l'état d'hybridation de Ni^{2+} ?

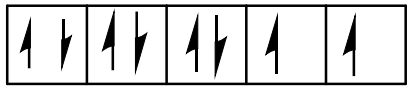
R.m.q

Si l'élément central est un métal de la 2ème ou 3ème série de transition, le complexe sera à champ fort ;

Pour un complexe à champ fort, les électrons ***d*** du métal central s'apparient et l'état d'hybridation commence à partir des orbitales vides de cette sous couche ***d***

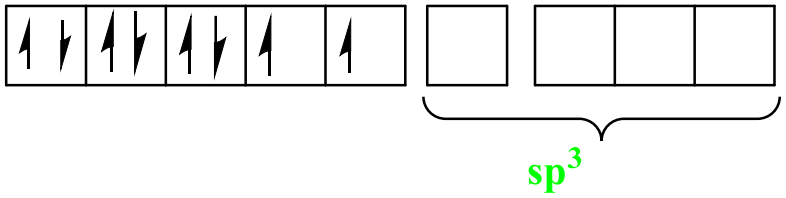
Ni est un métal de la 1ère série de transition et Br est un ligand à champ faible alors $[NiBr_4]^{2-}$ est un complexe à champ faible du coup, les électrons ***d*** restent non appariés ;

$3d^8$

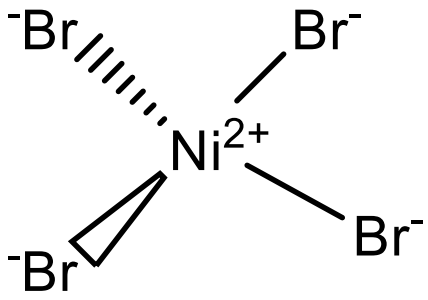


L'état d'hybridation correspondant est **dsp^2**

$3d^8$



La géométrie du complexe est tétraédrique



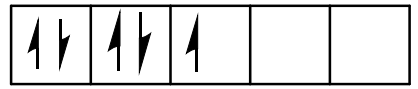
$(NH_4)_2[Fe(CN)_5]$; est un complexe cationique ($[FeCN_5]^{2-} + NH_4^+$)

X + 5(-1) + 2 = 0 ; **x = +3**

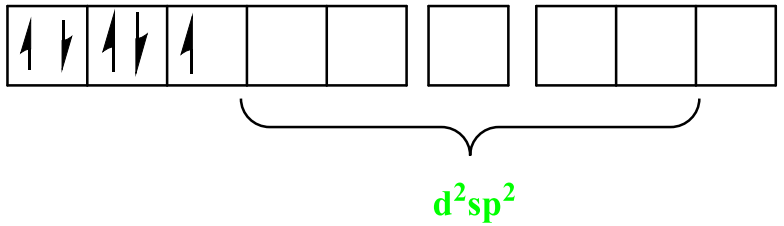
Nom : pentacyanoferrate (III) d'ammonium

CN^- est un ligand à champ fort alors les électons ***d*** s'apparient

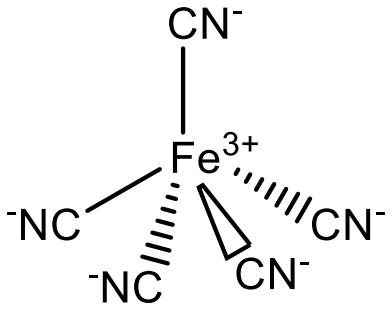
Structure électronique de $_{26}Fe^{3+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^5\ 4s^0$ **$3d^5$**



L'état d'hybridation correspondant est **d^2sp^2** **$3d^5$**



La géométrique est une pyramide à base carré



$[Cr(CO_3)_2NO_2]^{2-}$

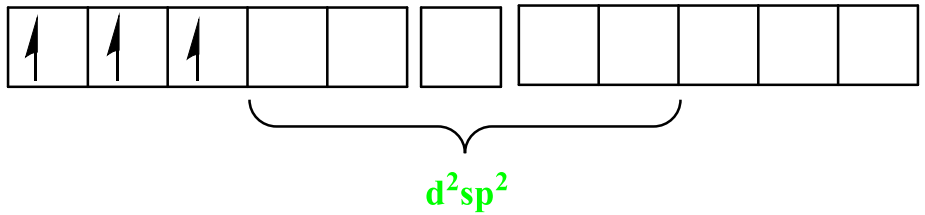
X + 2(-2) + -1 = -2 ; x – 4 – 1 = -2 ; x = +3

Nombre d'oxydation du chrome est égal à +3 (Cr^{3+})

Nom : Ion dicarbonatonitrochromate (III)

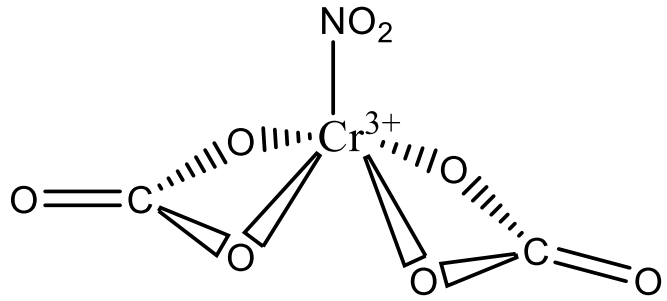
Structure électronique de $_{24}Cr^{3+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^3\ 4s^0$

R.m.q. : le chrome laisse toujours ses électrons ***d*** non-apparier même en présence de ligand à champ fort



État d'hybridation de Cr : d^2sp^2

L'ion carbonate est chélatant de ce fait, le chrome recevra cinq liaisons donc il est noté AX_5



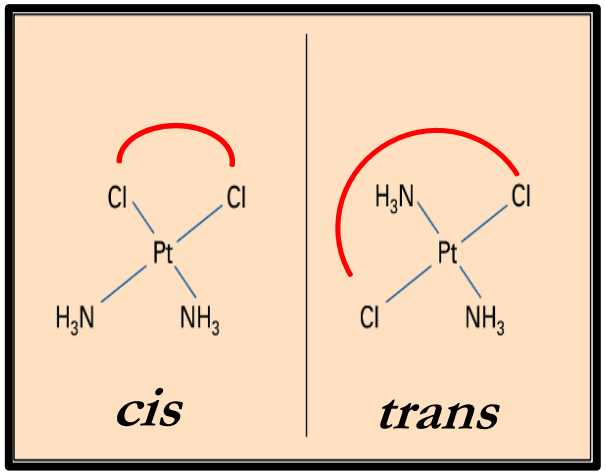
Géométrie : pyramide à base carrée

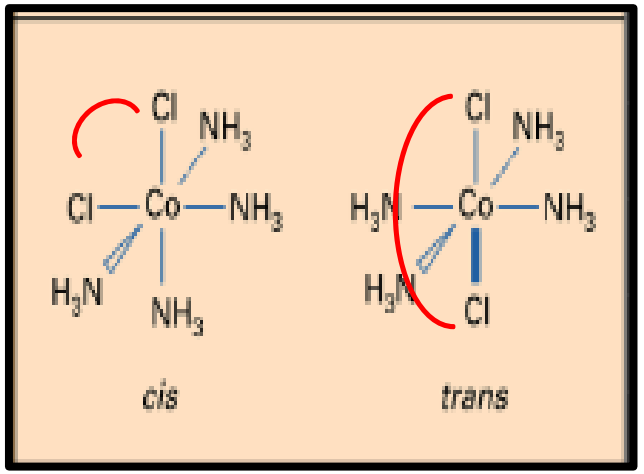
❖ Stéréoisomérie

Dans certaines représentations de géométries de complexe (plan carré, octaèdre, bipyramide trigonale et bipyramide pentagonale), on retrouve généralement des stéréo-isomères de configuration.

Trans-configuration : les deux ligands identiques sont symétries par rapport à un plan passant par le métal

Cis-configuration : les deux ligands identiques n'ont pas de symétrie par rapport au métal central





Applications : Déterminer les différentes structures géométriques des composés ci-dessous puis donner la stéréoisomérie correspondante : $[FeCl_4(CN)_2]^{3-}$; $K_3[Cr(CO_3)_2Br_2]$; $[Os(CN)_2(CO_3)_2]^{4-}$

IV.2. Cas des complexes polynucléaires

Dans certains complexes, on observe généralement des molécules présentant des orbitales vides.

Celles-ci, comme acides de Lewis, reçoivent des doublets venant de ligands d'autres complexes.

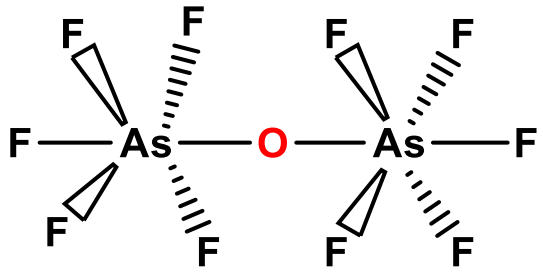
Ces ligands servent ainsi de ponts entre les deux molécules (**points simple ou multiple**).

IV.2.a. complexes à pont simples

sont des complexes qui présentent une structure avec un ligand reliant deux fragments moléculaires

Exemple 1 : $[As_2F_{10}O]^{2-}$

Le complexe $[As_2F_{10}O]^{2-}$ comporte deux molécules de AsF_5 qui se connecte à travers un oxygène (O)

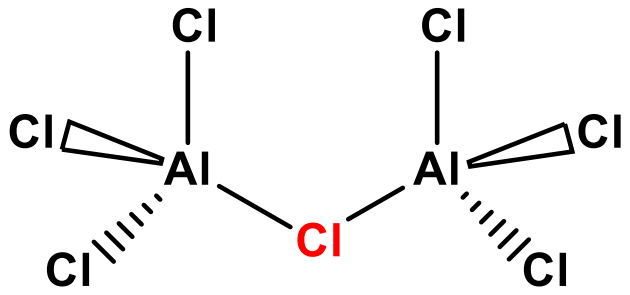


Hybridation : chaque As s'entoure de 6 liaisons **δ** : Hyb **sp^3d^2**

Géométrie : deux octaèdres accolés par un sommet

Exemple 2 : $[Al_2Cl_7]^-$

Le composé comporte deux molécules de $AlCl_3$ qui se partagent un même chlore (Cl)

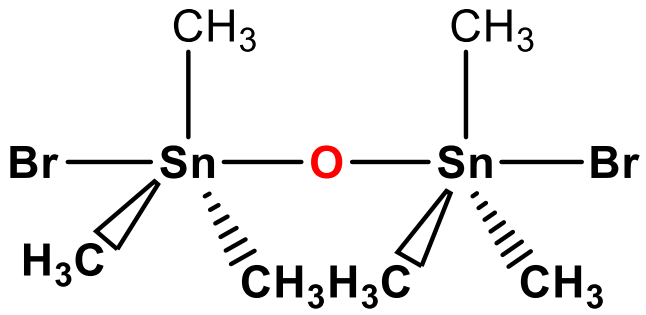


Hybridation : chaque Al s'entoure de 4 liaisons **δ** : Hyb **sp^3**

Géométrie : deux tétraèdres accolés par un sommet

Exemple 3 : $[Sn_2(CH_3)_6Br_2O]^{2-}$

Le présent complexe comporte deux molécules de $Sn(CH_3)_3Br$ qui se partagent un même oxygène (O)



Hybridation : chaque Sn s'entoure de 5 liaisons **δ** : Hyb **sp^3d**

Géométrie : deux bipyramides trigonales (BPT) partageant un sommet

IV.2.b. complexes à pont multiple

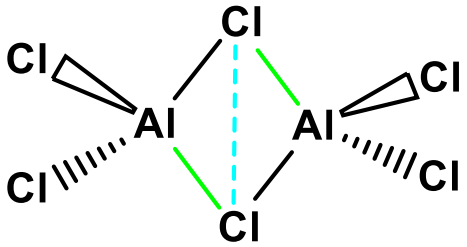
Les complexes à pont multiples les plus courants comportent un pont double ou un pont triple ;

Les complexes à pont double sont, en général, constitués de deux molécules se comportant en acide de Lewis par leur élément central et en base de Lewis à travers un ligand ;

Les complexes à pont triple sont souvent formés de deux molécules se comportant comme acide de Lewis et base de Lewis et qui partagent un ligand en commun ;

Exemple 1 : Al_2Cl_6

Le composé est constitué de deux molécules de $AlCl_3$ dont chaque Al reçoit une liaison de coordination venant d'un Cl de l'autre molécule ;

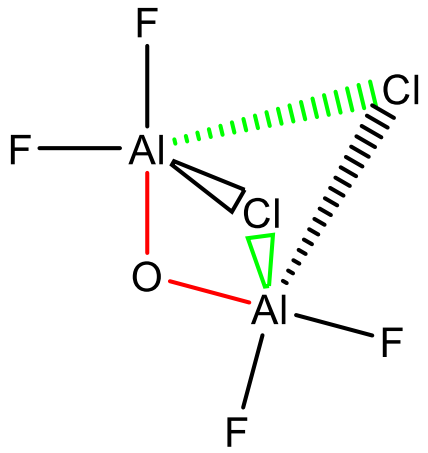


Hybridation : chaque Al s'entoure de 4 liaisons **δ** : Hyb **sp^3**

Géométrie : deux tétraèdres accolés par un côté

Exemple 2 : $[Al_2F_4Cl_2O]^{2-}$

Ce présent complexe est composé de deux molécules AlF_2Cl qui se comportent à la fois comme acide de Lewis par Al et base de Lewis par Cl et, les deux se partagent un même oxygène (O) ;



Structure électronique de $_{51}Al^{3+}$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^0 3p^0$

Hybridation : chaque Al s'entoure de 5 liaisons **δ** : Hyb **sp^3d**

Géométrie : deux bipyramides accolées par un côté

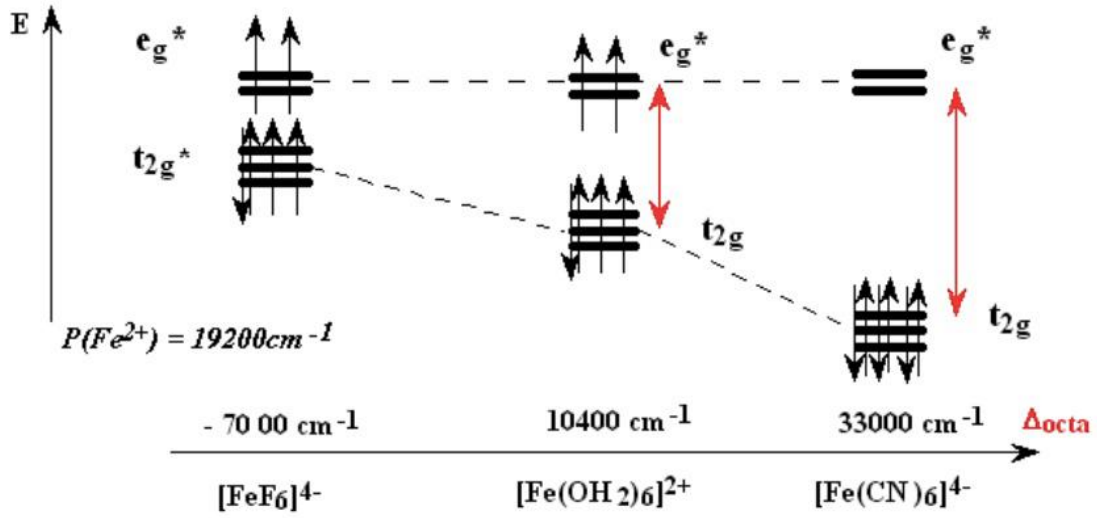
V. Étude des propriétés des complexes

V.1. Théorie du champ cristallin

C'est un facteur qui a une influence significative sur les propriétés physiques, chimiques et biologiques

Dans la pratique, les géométries les plus répandues sont : **tétraédrique**, **plan carré** et **octaédrique**

Propriétés magnétiques influencées ; force des ligands (champ fort ou faible) : théorie du champ cristallin



$$I^- < Br^- < S^{2-} < Cl^- < F^- < HO^- < F^- < H_2O < EDTA < SCN^- < NH_3 < en < NO_2^- < CN^- < CO$$

Champ faible — ΔE croissant → — Champ fort

V.2. Réactivité et stabilité d'un complexe

Formation : interaction des doublets libres d'un(des) ligand(s) et des orbitales inoccupées d'un métal.

$$M^{m+} + Ln \rightleftharpoons [MLn]^{m+}$$

La stabilité d'un complexe dépend de l'environnement du métal et l'intensité des interactions **M–Ln**

Elle est caractérisée par la constante de formation ou de dissociation du complexe à une température donné

Constante de formation : $M^{m+} + Ln \rightleftharpoons [MLn]^{m+}$ $\quad K_f = \frac{[[MLn]^{m+}]}{[M^{m+}]\,[Ln]}$

Constante de dissociation : $[MLn]^{m+} \rightleftharpoons M^{m+} + Ln$ $\quad K_d = \frac{[Ln]\,[M^{m+}]}{[[MLn]^{m+}]} = \frac{1}{K_f}$

Lorsque la constante de dissociation (K_d) est faible alors la constante de formation sera élevée et le complexe correspondant sera considéré stable

Substitution : un ligand se fait remplacé par un autre dans un complexe sans changement de structure

$$[MLn]^{x+} + Lm \rightleftharpoons [MLm]^{y+} + Ln$$

L'équilibre de substitution est caractérisé par une constante d'équilibre $K_{eq} = \frac{[[MLm]^{y+}]\,[Ln]}{[[Mln]^{x+}]\,[Lm]}$

$$K_{eq} = \frac{K_f([MLm]^{y+}}{K_f([MLn]^{x+})}$$

Si $K_{eq} > 1$; le complexe $[MLm]^{y+}$ va se former préférentiellement

Sinon ; substitution non favorable ; complexe $[MLn]^{x+}$ reste majoritaire

V.3. Application de la chimie de coordination

Complexométrie

Analyse qualitative : utiliser la complexométrie pour tester la présence d'ions métalliques selon leur teinte

Exemple :

La réaction du thiocyanate et l'ion fer (III) conduit au produit $[Fe(SCN)]^{2+}$ coloré en rouge de sang

Lorsque six ligands $\mathbf{H_2O}$ se lient au cation Fe^{3+}, il se forme le composé $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ coloré en rouge ;

La formation du complexe $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ donne une coloration rose ;

Analyse quantitative : explorer pour titrer la teneur de cations métalliques dans une solution donnée ;

Dureté d'une eau : mesure la concentration en $\mathbf{Ca^{2+}}$ et $\mathbf{Mg^{2+}}$ dans l'eau par un complexant titrant tel que l'éthylénediaminetétraacétate (EDTA)

Traitement des déchets métallurgiques : élimination de métaux lourds dans les eaux usées, traitement des sous-produits et des déchets de l'industrie métallurgique

Domaine biologique :

Le traitement d'une intoxication en métaux lourds

L'hémoglobine qui assure le transport de O_2 et CO dans l'organisme humain est un complexe de la porphyrine et du fer II

La **vitamine B12** qui joue un rôle crucial dans la formation des globules rouges, la synthèse de l'ADN, le métabolisme énergétique, le fonctionnement du système nerveux, etc. est un complexe du cobalt

La **chlorophylle** qui est indispensable à la photosynthèse chez les plantes est un complexe de la porphyrine et le magnésium II

EXERCICES D'APPLICATIONS

Exercice 1 :

1. Écrire les formules des ions complexes ou composés suivants :

chlorure de tetraamminediisotiocyanatocobalt (III)

tétraamminedichlorotcobaltate (III) de sodium

tétrafluoro-oxochromate (V) de potassium

trichlorophosphineplatinate (II) de potassium

ion diamminedicyanodichloroferrate (III)

ion di-aquatétrahydroxochromate (III)

tétrahydroxoorate (III) de potassium

dithiosulfatoargentate (I) de sodium

chlorure de hexaaquacobalt (II)

cis-diamminedichloroplatine (II)

triamminetrinitrocobalt (III)

2. Désigner les composés suivants en utilisant les règles de nomenclature des complexes :

$[Co(H_2O)_6]^{2+}$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Fe(NH_3)_5H_2O]^{2+}$, $K_3[Fe(CN)_6]$

Exercice 2 :

L'analyse élémentaire d'un composé donne les résultats suivants : platine 65 % en masse ; chlore 24 % ; ammoniac 6 % ; eau 6 %.

a. Déterminer la formule, donner le nom et représenter la structure des isomères de ce composé.

b. Pour l'isomère cis : $\Delta fG^0_{298} = -396$ kJ.mol^{-1} ; pour l'autre, plus stable (trans) : $\Delta fG^0_{298} = -402$ kJ.mol^{-1}.

Calculer la constante de l'équilibre cis ⇆ trans.

c. Une solution aqueuse de concentration 10^{-2} molaire est préparer avec l'isomére cis

Quelles sont les concentrations molaires des 2 isomères à l'équilibre ?

Masse molaire (g/mol) Pt : 195.08 ; Cl : 35.453 ; N : 14.007

Exercice 3 :

On considère les complexes de coordination suivants :

$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$; $[Ni(CN)_6]^{4-}$; $[MnCl_4(H_2O)_2]^{2-}$; $[MnCl(CN)_4H_2O]^{2-}$

a. Quel est le degré d'oxydation du métal dans chaque complexe ?

b. Représenter les différents stéréo-isomères possibles pour chaque complexe, s'il existe.

c. Représenter le diagramme de répartition des électrons ***d*** selon le modèle du champ cristallin sachant que Cl^- et H_2O sont des ligands à champ faible et CN^- un ligand à champ fort.

d. En déduire le nombre d'électrons non appariés de chaque complexe.

Données - Ni : Z = 28 et Mn : Z = 25

Exercice 4 :

On considère l'ion complexe $[Co(NH3)_6]^{3+}$

a. Quelle est la géométrie de cet ion complexe ?

b. Le numéro atomique du cobalt est Z = 27. Quelle est la structure électronique de l'ion Co^{3+} ?

c. En utilisant la théorie du champ cristallin, préciser la structure électronique de 1'ion Co^{3+} dans un complexe formé à partir d'un ligand :

— à champ faible, — à champ fort.

d. Le moment magnétique de l'ion $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ est nul. Interpréter ce résultat.